UNIVERSITE ABDELMALEK ESSAADI
FACULTE DES SCIENCES ET TECHNIQUES DE TANGER



DEPARTEMENT DE GENIE CHIMIQUE

RECUEIL DES CORRIGES DES EPREUVES DES CONTRÔLES CONTINUS ET EXAMENS PASSES DU MODULE C121/2 (99-03)

ENSEIGNANT : KHADIJA ZIAT 2003

F.S.T – B.P 416 -TANGER - Tél. : 39.39.54/55 - Fax : 39.39.53



ENNONCES

CC1, CC2 et examen 98/99 (1-13)

1- Soit un litre d'acide acétique CH_3COOH, M/10, quel volume d'eau faut–il ajouter que le taux de dissociation de l'acide soit multiplié par deux. Quel sera alors le pH ?
Données : pKa = 4.75.

2- Soit une solution aqueuse de chaux de molarité 0.03M. Calculer le PH en supposant :

a- que la chaux se comporte comme une base forte ?
b- que le pK du couple $Ca^{2+}/CaOH$ vaut 12,7.

3- On considère une solution décimolaire A d'un monoacide faible AH de pH 5.17 et une solution décimolaire B d'un monoacide faible A'H, de pH 2.87. Dans tout le problème on négligera la concentration en ions OH^- libres devant la concentration en ions H_3O^+.

a- Calculer les coefficients de dissociation α et α' des acides AH et A'H, respectivement. Que peut-on conclure au sujet de la force des deux acides ?
b- Calculer les constantes d'acidité K_a et $K_{a'}$ des acides AH et A'H.
c- A 10 mL de la solution B est ajoutée une solution de soude normale. Calculer le pH du mélange au point d'équivalence. Démontrer la formule utilisée.

4- On dispose de deux solutions contenant un acide HA ($Ka_{(HA)} = 1.3.10^{-4}$) avec un pH=2.5 et un acide HB ($K_{b(HB)} = 2.0.10^{-5}$) avec un pH égal à 2.9. Etablir la relation : $\left[H_3O^+\right] = \sqrt{K_aC_a + K_bC_b}$ avec C_a et C_b sont les concentrations initiales en acide HA et HB. On négligera les concentrations A^- et B^- devant les concentrations HA et HB.

5-a- Qu'appelle t-on produit de solubilité PAg_2CrO_4, du chromate d'argent ?
Sachant que $P(Ag_2CrO_4) = 4.10^{-12}$, quelle est exprimée en molécule-gramme, la solubilité du chromate d'argent dans un litre d'eau distillée.

b- Qu'appelle t-on constante d'instabilité d'un complexe ? On prendra pour exemple l'ion complexe argenti-ammoniac $Ag(NH_3)_2^+$.

On veut dissoudre 0.1 mole de chlorure d'argent dans un litre d'une solution d'ammoniac dans l'eau. Calculer la concentration d'ammoniac (en molécule gramme par litre) qui permet cette dissolution. On donne :
Produit de solubilité du chlorure d'argent : $PAgCl=10^{-10}$; la constante d'instabilité de l'ion argenti-ammoniac $Ag(NH_3)_2^+$: $K = 10^{-7.2}$.

6- La solubilité du chlorure d'argent $AgClO_3$ est 0.52 mol.L^{-1} à 15°C. Si l'on mélange à 15°C, 100 mL d'une solution de chlorate de sodium $NaClO_3$ et 100 mL d'une solution de nitrate d'argent $AgNO_3$, toutes deux à la concentration de 0.55 mol.L^{-1}, se forme t-il un précipité de chlorate d'argent ?

7- Equilibrer et compléter :



1- Les demi réactions suivantes et préciser si c'est une réaction de réduction ou d'oxydation ?

a- $NO_2^- \rightarrow NO_3^-$ milieu basique

b- $Cr_2O_7^{--} \rightarrow Cr^{3+}$ milieu acide

2- Les réactions suivantes en milieu acide :

a- $ClO_3^- + Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + Cl^-$

b- $SO_2 + Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+} + HSO_4^-$

8- On considère, en solution acide, les couples redox Cl_2/Cl^- (E° = 1.4 V) et $ClOH/Cl_2$ (E° = 1.6 V).

1- Ecrire les équations équilibrées de ces deux réactions.

2- Ecrire la réaction d'oxydoréduction globale lorsque les deux couples sont mis en présence.

3- Calculer la force électromotrice de la pile constituée à partir de ces deux couples.
On donne : $[Cl_2] = 10^{-2}$ mol.L^{-1} ; [ClOH] 10^{-1} mol.L^{-1} ; $[Cl^-] = 0.5$ mol.L^{-1} et pH = 2.

4- Calculer la valeur de la constante K_c de cette réaction ?

5- Etablir, pour chaque couple, la relation entre la valeur du potentiel d'électrode et le pH ?

9- Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, l'oxydant subit une .... le réducteur subit une ....L'oxydant du couple le plus fortement .... oxyde le .... du couple le moins fortement .... (ou le plus fortement ....).

10- On réalise à 25°C, une réaction dont l'énergie d'activation vaut 80 kJ; sa constante de vitesse vaut alors 10^{-2} min^{-1}. Pour qu'elle soit cinquante fois plus rapide, à quelle température faudrait-il la réaliser ?

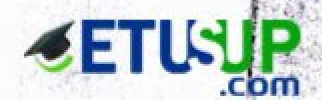
11- Une réaction d'ordre 1 est réalisée avec une concentration en réactif égal à 2 mol.L^{-1}. On observe qu'après 150 min il n'en reste que 0.25 mol.L^{-1}. Quel est le temps de demi réaction de cette réaction. Combien vaut sa constante de vitesse ? Combien de temps faudrait t-il attendre pour que le réactif soit consommé à 99% ?

12- On mélange 100 cm^3 d'une solution molaire d'ammoniac, NH_3, avec 400 cm^3 d'une solution de chlorure d'ammonium, NH_4Cl, de concentration 0.5 mol.L^{-1} (pKa de NH_4^+ = 9.3).

1- Calculer le pH de la solution obtenue ? En déduire la nature du mélange formé.
2- On ajoute un excès de $Fe(OH)_2$ solide. Calculer la masse de Fe^{2+} dissoute dans cette solution (le volume de la solution reste constant). On donne : produit de solubilité de $Fe(OH)_2 = 10^{-15}$; masse atomique du Fe = 56.

13- Le produit de solubilité de $AgNO_2$ est de 10^{-4}. Le pKa de l'acide HNO_2 est égal à 3.3.

1- Quel sera l'effet d'une diminution du pH du milieu sur la solubilité de $AgNO_2$? Justifier la réponse à partir des équilibres mis en jeu. On admettra que Ag^+ est un ion indifférent dans ces conditions.
2- Quel sera l'effet d'une diminution du pH du milieu sur la solubilité de AgCl ?



3- Soit 100 cm^3 d'une solution décimolaire de HNO_3. On ajoute 5 10^{-3} moles de $AgNO_2$. Quelle serait la valeur du pH de la solution obtenue ? On admet que tout $AgNO_2$ est dissous et qu'il n y a pas de variation de volume. Les approximations éventuelles utilisées dans le calcul doivent être justifiées.

CC1, CC2 et examen 99/00 (14-21)

14-1- On dispose d'une solution A contenant 3 moles par litre d'acide cyanhydrique HCN.

a- Quel volume de solution A, exprimé en millilitre, faut-il prendre pour préparer un litre de solution B de normalité 0.15 et quel volume d'eau faut-il lui ajouter ?
b- On veut préparer 100 mL de solution C de normalité 0.1. Quel volume de solution B faut-il utiliser et quel volume d'eau faut-il lui ajouter ?

2- Le couple HCN/CN^- possède un pK_a de 9.3.
a- Calculer le pH de la solution B en démontrant la formule utilisée et en justifiant les approximations.
b- On se propose d'effectuer le dosage de la solution C par une solution de soude 0.2 N. Quel volume de soude doit-on ajouter à 20 mL de solution C pour obtenir le point d'équivlance ? Quel sera le pH au point d'équivalence ?

15- En solution aqueuse, à l'équilibre acido-basique

$$NH_3 + H_2O \Leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

est associé une constant d'acidité Ka.

1- Ecrire la constante d'acidité qui caractérise cet équilibre.
2- Quelles sont, en dehors de toute approximation, les relations qui permettront de calculer le pH de la solution en fonction de C_0 (concentration initiale de NH_3) et du produit ionique de l'eau Ke ?
3- Sachant que la solution d'ammoniaque se comporte comme une base faible, quelles sont les approximations que l'on peut envisager ?
4- Si les approximations sont vérifiées, comment s'exprimera le pH de la solution, en fonction du pKa, pKe et de C_0 ?

16-1- Une solution (A) contient 85 g d'ammoniac par litre. Quelle est sa normalité ?
2- Quel volume doit-on prendre, de la solution (A), pour préparer 100 cm^3 d'une solution (B) décinormale ?
3- Calculer le pH de la solution (B). Démontrer la formule utilisée.
4- On veut doser, à l'aide de cette solution (B), une solution d'acide nitrique HNO_3, qui est un acide fort. Partant de 20 cm^3 de solution de (B), le volume d'acide nécessaire pour atteindre le point d'équivalence est de 25 cm^3. Quelle est la normalité de l'acide ?
On donne pKa = 9.25 ; M(NH_3) = 17 g.

17- L'hydroxyde de magnésium $Mg(OH)_2$ est un composé peu soluble, de masse molaire 58.3 g.mol^{-1} et de produit de solubilité Ks = 1.2.10^{-11} à 18°C. On dissout 5.83 g de ce composé dans un litre d'eau, l'équilibre de dissociation suivant s'établit :

$$Mg(OH)_{2(s)} \Leftrightarrow Mg^{2+}_{aq} + 2\ OH^-_{aq}$$

1- Calculer la concentration des ions Mg^{2+} à l'équilibre, en déduire la solubilité $Mg(OH)_2$ en $g.L^{-1}$.

2- Calculer la concentration des ions OH^-, en déduire le pH de la solution à l'équilibre.

3- Si on veut augmenter la quantité de $Mg(OH)_2$ dissoute, quels moyens simples proposeriez vous ?

4- A quel pH est-il possible de séparer $Ca(OH)_2$ de $Mg(OH)_2$, si ces deux composés se trouvent mélangés au départ ? On supposera qu'une séparation efficace signifie que la concentration maximale que peut atteindre l'hydroxyde le moins soluble vaut 10^{-6} M. On donne K's = $5.5.10^{-6}$ de $Ca(OH)_2$.

18- Quelle masse de $KMnO_4$ faut-il peser pour préparer pour préparer un litre de solution N/10. Il faut 9.25 cm^3 de cette solution pour oxyder une solution de 10 cm^3 de $FeSO_4$ en milieu acide. Calculer la normalité des ions Fe^{2+}.
Il faut 12.0 cm^3 de cette solution pour oxyder, toujours en milieu acide, un mélange de 20 cm^3 de la même solution de $FeSO_4$ et 10 cm^3 d'une solution de K_2CrO_4. Ecrire les réactions ayant lieu, en déduire la normalité de la solution contenant l'ion chromate CrO_4^{2-}.
K = 39 ; Mn = 55 ; O = 16.

19- On considère une pile constituée d'une lame de zinc plongée dans une solution de $Zn(NO_3)_2$ (0.01 M) et d'une lame d'argent plongée dans une solution de $AgNO_3$ (0.1 M). Un milliampèremètre branché aux bornes de cette pile indique que le courant électrique circule de l'électrode d'argent vers celle de zinc.

1- Donner le schéma de la pile et indiquer la polarité des électrodes.

2- Donner les réactions qui ont lieu au niveau de chaque électrode ainsi que la réaction globale.

3- Sachant que les potentiels E_a de l'anode et E_c de la cathode sont tels que E_a = -0.819 V et E_c = 0.741 V, déterminer les valeurs des potentiels standards E° ($Zn^{2+}/Zn_{(s)}$) et E° ($Ag_+/Ag_{(s)}$) et Keq.

4- La force électromotrice de la pile devient après une certaine durée d'utilisation égale à 1.5 V, calculer dans ce cas le rapport $R = [Ag^+]^2/[Zn^{2+}]$.

5- Quand la pile est usée, calculer les concentrations finales $[Ag^+]$ et $[Zn^{2+}]$.

6- On ajoute de la soude (NaOH) dans la solution de $Zn(NO_3)_2$ (10^{-2} M) et $AgNO_3$ (10^{-1} M) jusqu'à ce que le pH à l'électrode de Zn devienne égal à 7.5 et celui de l'électrode de Ag prenne la valeur 8.4. Sachant que la f.e.m. de la pile dans ce cas est de 1.56 V et qu'on a précipitation de $Zn(OH)_2$ et Ag(OH), calculer le produit de solubilité Ks de Ag(OH), sachant que K's ($Zn(OH)_2$) = $1.0.10^{-17}$ M.

20- Le pH d'une solution 0.15 M d'éthylamine $C_2H_5NH_2$ est trouvé égal à 12.0.

1- Ecrire la réaction qui a lieu entre l'éthylamine et l'eau. Quelle relation entre la constante d'acidité K_a, la concentration initiale C_0 et le pH peut-on envisager d'utiliser, compte tenu de la situation ainsi constatée ?

2- Quelle est la valeur de la constante d'acidité K_a du couple $C_2H_5NH_3^+/C_2H_5NH_2$?

3- Quelle est, dans cette solution, la valeur du rapport $[C_2H_5NH_3^+]/[C_2H_5NH_2]$?

21- Une solution d'acide formique HCOOH (acide faible) a un pH de 2.3.



1- Quelle est la valeur du coefficient α dans cette solution ?

2- Si on ajoute 25 mL d'eau pure à 50 mL de cette solution, quelles [illegible]t les nouvelles valeurs du pH et de α ?

3- Si on mélange 25 mL d'une solution d'acide chlorhydrique HCl 0.05 M à 50 mL de cette solution, quelles sont les nouvelles valeurs du pH et de α ?

On donne pKa ($HCOOH/HCOO^-$) = 3.8.

CC1, CC2 et examen 00/01 (22-30)

22- Si à un litre d'eau, on ajoute 2 mL d'acide chlorhydrique concentré (12 fois molaire), quel est le pH de la solution dont on peut négliger la variation du volume ?

23- Un diacide AH_2 se dissocie en AH^- puis A^{2-} avec deux constantes d'acidité K_1 et K_2 égales respectivement à 10^{-2} et 10^{-5}. Exprimer la concentration de l'ion A^{2-} en solution en fonction de la concentration globale c et de cet acide ($AH_2 + AH^- + A^{2-}$) et du pH de la solution.

24-1- Calculer le pH de d'une solution aqueuse contenant une mole/litre d'acide phosphorique, H_3PO_4. Justifier les approximations faites.

2- On ajoute une solution de soude de normalité N = (1.000 ± 0.001) N dans (50.0 ± 0.1) cm^3 de solution précédente. Calculer le volume de soude nécessaire pour neutraliser la première fonction acide :

$$H_3PO_4 \Leftrightarrow H_2PO_4^- + H^+$$

3- Calculer la valeur des pH correspondant aux trois solutions d'effet tampon maximal obtenues au cours de la neutralisation par la soude de chacune des trois fonctions d'acide de H_3PO_4.

4- Déterminer le pH des points équivalents correspondant à la neutralisation par la soude des trois fonctions acides de H_3PO_4.

5-a- Calculer le rapport $[H_3PO_4]/[H_2PO_4^-]$ au point de neutralisation de la première fonction acide H_3PO_4 ;

b- Calculer le rapport $[H_2PO_4^-]/[HPO_4^{2-}]$ au point de neutralisation de la deuxième fonction acide $H_2PO_4^-$.

c- Calculer le rapport $[HPO_4^{2-}]/[PO_4^{3-}]$ au point de neutralisation de la troisième fonction acide HPO_4^{2-}.

25- Ag^+ peut former un complexe $Ag(CN)_2^-$ soluble. Dans un litre d'eau, on dissout 10^{-2} moles de Ag^+ et 2.10^{-2} moles de CN^-, on constate que la concentration de Ag^+ à l'équilibre est égale à $1.4.10^{-8}$ M. Déterminer la constante de dissociation K_D de l'ion $Ag(CN)_2^-$ en Ag^+ et CN^-.

26- On prélève 950 cm^3 d'une solution aqueuse saturée de AgCl à laquelle on ajoute 50 cm^3 d'une solution de HCl, N. Que se passe t-il ? Calculer le pH de la solution. Calculer la solubilité s de AgCl dans ces conditions. Calculer le nombre de moles précipité formé.

On donne $Ks = 1.77.10^{-10}$.

27- Soit la réaction de l'oxyde de bismuth sur l'ion hypochlorite :



CORRIGES

1- L'équilibre de dissociation de l'acide acétique CH_3COOH est :

$$CH_3COOH + H_2O \Leftrightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$$

La constante d'acidité Ka de cet équilibre est Ka :

$$Ka = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

Comme $\frac{Ka}{Ca} = \frac{10^{-4.75}}{0.1} = 10^{-3.75} \langle 10^{-2}$ alors l'acide acétique est considéré un acide faible et faiblement dissocié, Ca étant la concentration initiale en acide acétique. La relation qui lie la constante Ka au coefficient de dissociation ou taux de dissociation α : $\alpha = \sqrt{\frac{Ka}{Ca}}$

Après addition de l'eau la concentration Ca devienne C'a et α devienne α' telle que :

$$\alpha' = \sqrt{\frac{Ka}{C'a}}.$$

Si α' = 2α on a alors $2\alpha = \sqrt{\frac{Ka}{C'a}} \Rightarrow 4.\frac{Ka}{Ca} = \frac{Ka}{C'a} \Rightarrow C'a = \frac{Ca}{4}$

La concentration de l'acide acétique a été divisée par 4 donc le volume a été multiplié par 4. On a ajouté 3 L d'eau. Le pH est alors égal à 3.2.

2-a- La réaction de la chaux est :

$$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2\ OH^-$$

La chaux est une base forte, si C est la concentration initiale en base on a $[OH^-] = 2C$ et le pH est alors donné par l'expression : pH = 14 + log2C = 12.78

b-

$$Ca(OH)_2 \rightarrow CaOH^+ + OH^-$$
$$CaOH^+ \Leftrightarrow Ca^{2+} + OH^-$$

Si $x = [Ca^{2+}]$ on a $[OH^-] = C + x$ et $[CaOH^+] = C - x$.

On est ramené à résoudre l'équation :

$$Kb = \frac{[OH^-][Ca^{2+}]}{[CaOH^+]} = \frac{(C+x)x}{C-x} = 0.05$$

pKa + pKb = 14 et $Kb = 10^{-1.3} = 0.05$.

On a $x^2 + x(0.08) - 1.5.10^{-3} = 0 \Rightarrow x = 0.016$ M et $[OH^-] = 0.046$ M.

pH = 7 +1/2(12.7 + log0.046) = 12.7.

3- a- Pour l'acide HA, de concentration initiale C_{HA}, l'équilibre de dissociation est :



$$HA + H_2O \Leftrightarrow A^- + H_3O^+$$
$$\begin{array}{lcc} C_{HA} & 0 & 0 \\ C_{HA}(1-\alpha) & \alpha C_{HA} & \alpha C_{HA} \end{array}$$

$[H_3O^+] = \alpha C_{HA} \Rightarrow \alpha = \dfrac{10^{-5.17}}{0.1} = 6.76.10^{-5}$.

Le raisonnement est le même pour l'acide A'H, on trouve $\alpha' = 0.013$.

On a $\alpha' > \alpha \Rightarrow$ A'H est plus fort que AH.

b-

$$Ka = \frac{\alpha^2 C_{AH}^2}{C_{AH}(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2 C_{AH}}{1-\alpha} = 4.57.10^{-10}$$

$$K_a' = \frac{(0.013)^2.0.1}{1-0.013} = \frac{(10^{-2.87})^2}{0.1-10^{-2.87}} = 1.71.10^{-5}.$$

c- Cb = 1 N. On a Ve.1 = 10.0.1 $\Rightarrow$ Ve = 1 mL.

Au point d'équivalence tout l'acide A'H est transformé en sa base conjuguée A'⁻, le pH est celui d'une base faible donné par l'expression : $pH = 7 + 1/2(pK_{A'H} + \log A'^-)$.

$A'^- = \dfrac{10\ .\ 0.1}{11} = 0.091$ mol.L^{-1} et $pH = 7 + \dfrac{1}{2}(4.74 - \log 0.091) = 8.85$.

4- On écrit les équilibres de dissociation, dans l'eau, des deux acides HA et HB, les expressions de leurs constantes d'acidité $Ka_{(HA)}$ et $Kb_{(HB)}$ ainsi que la conservation de matières pour les deux acides :

$$HA + H_2O \Leftrightarrow A^- + H_3O^+$$
$$HB + H_2O \Leftrightarrow B^- + H_3O^+$$
$$Ca = [HA] + [A^-] \qquad (1)$$
$$Cb = [HB] + [B^-] \qquad (2)$$

D'après l'énoncé Ca = [HA] et Cb = [HB].

$$Ka = \frac{[H_3O^+][A^-]}{Ca} \text{ et } Kb = \frac{[H_3O^+][B^-]}{Cb}$$

N.B. Kb est la constante d'acidité de l'acide HB et non pas la constante de basicité.

On a
$$[A^-] = \frac{Ka.Ca}{[H_3O^+]} \text{ et } [B^-] = \frac{Kb.Cb}{[H_3O^+]}$$

D'autre part on a d'après l'électroneutralité de la solution : $[H_3O^+] = [A^-] + [B^-]$

On remplace $[A^-]$ et $[B^-]$ par leurs expressions dans l'expression de $[H_3O^+]$ et on obtient :

$$[H_3O^+] = \frac{Ka.Ca}{[H_3O^+]} + \frac{Kb.Cb}{[H_3O^+]} \Rightarrow [H_3O^+] = \sqrt{KaCa + KbCb}.$$

5-a- Considérons l'équilibre hétérogène :

$$Ag_2CrO_{4(S)} \Leftrightarrow 2\ Ag^+aq + CrO_4^{2-}aq$$

On appelle produit de solubilité du chromate d'argent l'expression suivante :

$$P_{Ag_2CrO_4} = [Ag^+]^2[CrO_4^{2-}]$$

$[Ag^+]$ et $[CrO_4^{2-}]$ sont les concentrations en ion g.L^{-1} des ions Ag^+ et CrO_4^{2-} dans la solution en équilibre avec un excès de sel solide.



Appelons S, la solubilité de Ag_2CrO_4 exprimée en $mol.L^{-1}$ on a :

$$[ag^+] = 2S \quad \text{ion-g.L}^{-1}$$

$$\left[CrO_4^{2-}\right] = S. \quad \text{ion-g.L}^{-1}$$

$$(2S)^2.S = 4.10^{-12} \Rightarrow S = 10^{-4}\ mol.L^{-1}.$$

b- On appelle constante d'instabilité ou de dissociation K_D d'un complexe la constante d'action de masse relative à un équilibre en considérant la réaction dans le sens de la dissociation de l'ion complexe.

Exemple :

$$Ag(NH_3)_2^+ \rightleftharpoons Ag^+ + 2NH_3$$

$$K_D = \frac{\left[Ag^+\right]\left[NH_3\right]^2}{\left[Ag(NH_3)_2^+\right]}$$

Si l'on dissout 0.1 mole de AgCl par litre on a :

$[Cl^-] = 10^{-1}$ ion-g.L^{-1} et $[ag^+].10^{-1} = 10^{-10} \Rightarrow [ag^+] = 10^{-9}\ mol.L^{-1}$.

On voit que presque la totalité des ions Ag^+ sont complexés et l'on peut écrire $\left[Ag(NH_3)^+\right] \simeq 10^{-1}$ ion-g.L^{-1} ce qui correspond à $2.10^{-1}\ mol.L^{-1}$ de NH_3 complexé. La concentration de NH_3 libre est telle que :

$$[NH_3]^2 = \frac{K_D.\left[Ag(NH_3)_2^+\right]}{\left[Ag^+\right]} = \frac{10^{-7.2}.10^{-1}}{10^{-9}} = 10^{0.8}$$

soit $[NH_3] = 10^{0.4} = 2.5\ mol.L^{-1}$

Il a donc fallu une solution à $2.5 + 0.2 = 2.7\ mol.L^{-1}$ d'ammoniac pour dissoudre 0.1 moles de chlorure d'argent dans un litre de solution.

6- Dans le mélange les concentrations de $AgNO_3$ et de $NaClO_3$ sont divisées par deux puis que le volume devient double. En particulier $[Ag^+] = [ClO_3^-] = 0.275$ M.

La solution n'est pas saturée en $AgClO_3$ et il n y a pas de précipitation.

7-1-a- $NO_2^- + 2\ OH^- \rightleftharpoons NO_3^- + H_2O$ R. oxydation

b- $CrO_7^{2-} + 6e^- + 14\ H^+ \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$ R. réduction

2-a- <u>milieu acide</u>

$6.[Fe^{2+} \rightleftharpoons Fe^{3+} + 1e^-]$ R.oxydation

$ClO_3^- + 6H^+ + 6e^- \rightleftharpoons Cl^- + 3\ H_2O$ R.réduction

La réaction bilan est :

$$6Fe^{2+} + ClO_3^- + 6H^+ \rightleftharpoons 6Fe^{3+} + Cl^- + 3H_2O$$

b- $CrO_7^{2-} + 6e^- + 14\ H^+ \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$ R. réduction

$3.[SO_2 + 2\ H_2O \rightleftharpoons HSO_4^- + 3H^+ + 2e^-]$ R.oxydation

La réaction bilan est :

$$CrO_7^{2-} + 3SO_2 + 5H^+ \rightleftharpoons 3HSO_4^- + 2Cr^{3+} + H_2O$$

8-1- En solution acide, les équations des couples redox Cl_2/Cl^- et $ClOH/Cl_2$ sont :

$Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$ R. réduction




ETUSUP.com